

BCPST1 – Semaine 10

09 au 14 décembre

PROGRAMME DE PHYSIQUE

ÉTATS DE LA MATIÈRE

Les définitions sur les états physiques, les systèmes et les grandeurs d'état (intensives et extensives) ont été données. La pression a été définie à partir de la force pressante de façon générale, mais toute application doit se limiter aux surfaces planes soumises à une pression uniforme. La température a été introduite comme mesure de l'énergie cinétique moyenne d'agitation (avec la courbe de distribution des énergies cinétiques). Le problème des échelles de température à deux points fixes a été discuté.

L'équation d'état des gaz parfaits a été présentée comme une loi expérimentale et des applications directes ont été faites ; les mélanges de gaz ont été traités : validité de l'équation des gaz parfaits, masse molaire moyenne, etc. On admet que le modèle du gaz parfait correspond à des particules ponctuelles sans interaction.

La notion d'énergie interne a été présentée à partir de l'expression générale de l'énergie d'un système. La première loi de Joule a été énoncée. La capacité thermique à volume constant a été définie ainsi que les capacités thermiques molaire et massique. Pour l'instant, seuls des calculs de variation d'énergie interne, vue comme un stockage ou une restitution d'énergie peuvent être faits.

Les phases condensées sont supposées indilatables et incompressibles, ce qui justifie leur monovariance et l'approximation que leur énergie interne ne dépende que de T . La capacité thermique des phases condensées a été définie.

Attention ! la notion d'équilibre thermodynamique sera explicitée ultérieurement dans le cours sur le premier principe.

Questions de cours possibles (liste non exhaustive) : les trois types de système en fonction de leurs échanges avec l'extérieur, définition et propriétés d'une grandeur intensive, définition et propriétés d'une grandeur extensive, la pression dans un fluide, la température d'un système, mesure de la température, échelle celsius et kelvin de température, équation d'état d'un gaz parfait, masse molaire moyenne d'un mélange gazeux, énergie interne d'un gaz parfait, variation d'énergie interne d'une phase condensée, etc.

Voir programme semaine 08

CHANGEMENTS D'ÉTAT DU CORPS PUR

Les généralités sur les changements d'état sont terminées : diagramme de phases, courbe d'analyse thermique, température de changement d'état, interprétation du palier de température (avec l'introduction de l'enthalpie molaire ou massique de changement d'état, sans aucune justification et en particulier sans définition de l'enthalpie), retard au changement d'état. L'étude des équilibres liquide-vapeur a été entamée, avec les notions de vapeur sèche, de vapeur saturante et de pression de vapeur saturante.

En revanche, les isothermes d'Andrews, le théorème des moments et la détermination de la composition d'un système biphasique ne sont pas au programme cette semaine.

Questions de cours possibles (liste non exhaustive) : diagramme de phases d'un corps pur, point critique et fluide supercritique, courbe de changement d'état, description d'une courbe d'analyse thermique, origine du palier de température lors d'un changement d'état à pression constante, vapeur sèche et vapeur saturante, pression de vapeur saturante, etc

Programme officiel – Premier semestre – **Thème E – énergie : conversion et transfert**

NOTIONS	CAPACITÉS EXIGIBLES
E.1. Description microscopique et macroscopique d'un système Description d'un corps pur en équilibre diphasé. Corps pur en équilibre diphasé. Diagramme de phases (T, P). Cas particulier de l'équilibre liquide-vapeur : diagramme de Clapeyron (v, P), pression de vapeur saturante, titre en vapeur .	Analyser un diagramme de phases (T, P). Positionner les différentes phases d'un corps pur dans les diagrammes (T, P) et (v, P).

RÉACTIONS ACIDO-BASIQUES

L'ensemble du chapitre est terminé : couples acide-base, diagrammes de prédominance et de distribution, cas des acides aminés et point isoélectrique, K_e , K_a , pH et relation de Henderson, constante d'équilibre d'une réaction quelconque, acides et bases forts et faibles, détermination de l'état d'équilibre pour une unique réaction prépondérante à identifier, solution tampon. Les titrages acido-basiques sont au programme de colle. Un TP a été suivi par pH-métrie et indicateur coloré.

Questions de cours possibles (liste non exhaustive) : produit ionique de l'eau, constante d'acidité, modèle de l'acide fort et de la base forte, modèle de l'acide faible et de la base faible, diagramme de prédominance d'un monoacide ou d'un polyacide, formes acido-basique d'un acide aminé, point isoélectrique d'un acide aminé à chaîne latérale sans fonction acido-basique, constante d'équilibre de la réaction entre un acide et une base quelconque, définition et propriété d'une solution tampon, etc.

Programme officiel – Premier semestre – **Thème C – constitution et transformations de la matière**

NOTIONS	CAPACITÉS EXIGIBLES
C.2.2. Application aux transformations modélisées par des réactions acide-base Couple acide-base. Constante d'acidité K_a d'un couple, constantes d'acidité des couples acide-base de l'eau.	Reconnaître un couple acide-base. Écrire l'équation de la réaction associée à la constante d'acidité d'un couple donné.
pH, diagramme de prédominance, diagramme de distribution ; tracé et exploitation. Application aux acides aminés ; point isoélectrique.	Extraire les valeurs de constantes d'acidité de courbes de distribution et de diagramme de prédominance. Capacité numérique : tracer, à l'aide d'un langage de programmation, le diagramme de distribution des espèces d'un ou plusieurs couples acide-base, et déterminer la valeur du point isoélectrique d'un acide aminé.
Réaction acide-base ; relation entre la constante thermodynamique d'équilibre et les constantes d'acidité des couples mis en jeu.	Reconnaître une réaction acido-basique à partir de son équation. Écrire l'équation de la réaction acide-base modélisant une transformation en solution aqueuse et déterminer la valeur de sa constante thermodynamique d'équilibre.
Mise en solution d'un acide ou d'une base dans l'eau, modèle des acides et bases forts, des acides et des bases faibles. Exemples usuels d'acides et de bases : nom, formule et caractère faible ou fort des acides sulfurique, nitrique, chlorhydrique, phosphorique, éthanoïque, du dioxyde de carbone aqueux, de la soude, la potasse, l'ion hydrogénocarbonate, l'ion carbonate, l'ammoniac.	Identifier le caractère fort ou faible d'un acide ou d'une base à partir d'informations fournies (pH d'une solution de concentration donnée, espèces présentes dans l'état final, constante d'acidité K_a). Citer l'influence de la constante d'acidité et de la concentration de l'acide ou de la base sur le taux d'avancement de la réaction d'un acide ou d'une base avec l'eau.
Exploitation de diagrammes de prédominance et état final d'un système.	Extraire les données thermodynamiques pertinentes de tables pour étudier un système en solution aqueuse. Utiliser les diagrammes de prédominance pour identifier des espèces incompatibles ou prévoir la nature des espèces majoritaires. Déterminer la composition d'un système dans l'état final pour une transformation modélisée par une réaction chimique unique, en simplifiant éventuellement les calculs à l'aide d'hypothèses adaptées. Mettre en œuvre une réaction acide-base pour réaliser une analyse qualitative ou quantitative en solution aqueuse.
Solution tampon.	Citer les propriétés d'une solution tampon, et les relier à sa composition. Citer des couples acide-base jouant un rôle de tampon dans des systèmes biologiques ou géologiques.